

Chapitre II : Principaux constituants de la matière

I. Introduction

La notion d'atome est donnée pour la première fois par Démocrite entre -460 et -370 avant J.C. Il le définit comme la plus petite partie insécable d'un corps simple. Il faudra cependant attendre le XIX^{ème} siècle, avec notamment J. Dalton et A. Avogadro pour que l'atome passe d'un concept philosophique à un concept scientifique. Ce n'est qu'au début du XX^{ème} siècle que l'on aura les moyens techniques pour sonder la matière à l'échelle subatomique. En 1805, John Dalton annonce au monde l'existence des atomes. Le modèle atomique élaboré par Dalton pour expliquer les lois régissant les combinaisons chimiques est fondé sur quatre principes :

- Toute matière est formée de particules extrêmement petites et indivisibles, appelées *atomes*.
- Tous les atomes d'un même élément sont identiques quant à leur masse et aux autres propriétés, mais les atomes d'un élément donné diffèrent des atomes de tout autre élément.
- Les composés résultent de l'association, selon des proportions fixes, d'atomes d'éléments différents [Dans un composé, les nombres relatifs des divers types d'atomes forment un rapport simple : par exemple un atome de A pour un atome de B (soit AB, deux atomes de A pour un atome de B (soit A₂B), etc].
- Au cours d'une réaction chimique, il se produit un réarrangement des atomes mais aucun atome n'est créé, ni détruit, ni divisé.

II. Mise en évidence des constituants de l'atome

II.1. L'électron

En 1881, J. J. Thomson découvre l'un des composants de l'atome. Il s'agit de particules élémentaires négatives appelées en 1891 électrons. Au début du XX^{ème} siècle, l'ambition des physiciens est de proposer un modèle de l'atome en précisant la répartition de la charge électrique à l'intérieur de celui-ci. En 1904, Thomson partant de l'idée que l'atome est électriquement neutre, pense qu'il doit contenir des charges positives qui doivent compenser les charges négatives des électrons. Il suppose que la charge positive est répartie dans un petit volume (qui peut avoir la forme d'une sphère) et que les électrons sont parsemés dans cette sphère comme un «pudding aux raisins» (pudding de Thomson).



Modèle de J.J. Thomson

II. 2. Mise en évidence du noyau, du proton et du neutron

1) Le noyau (Expérience de Rutherford)

En 1910 Rutherford bombarde différents échantillons de matière (cuivre, or, argent) avec des particules alpha et il déduit de son expérience que :

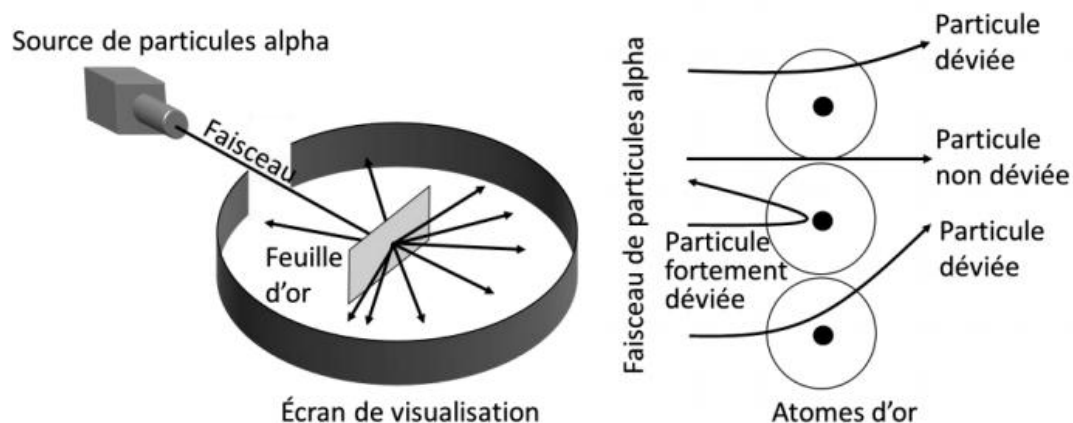
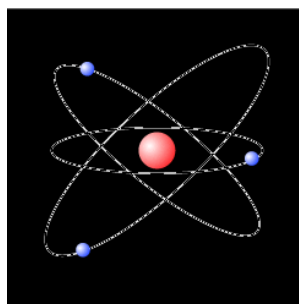


Schéma de l'expérience de Rutherford

1. la matière est principalement constituée de vide puisque l'écrasante majorité (99,99 %) des particules alpha traverse la feuille d'or sans rencontrer le moindre obstacle,
2. les charges électriques positives dans un atome sont localisées dans un très faible volume.
3. la masse du noyau contient pratiquement toute la masse d'un atome.
4. le rayon du noyau est de l'ordre de 10^{-5} fois celui de l'atome.

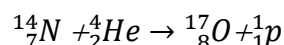
Rutherford pense alors au modèle planétaire pour décrire un atome. En effet la masse du système solaire est essentiellement concentrée dans le Soleil tout comme celle de l'atome est concentrée dans le noyau. Il propose donc comme modèle un tout petit noyau chargé positivement et comportant l'essentiel de la masse de l'atome, autour duquel les électrons décrivent des orbites.



Modèle atomique de Rutherford

2) Le Proton (deuxième expérience de Rutherford)

C'est Rutherford qui découvrit le proton en 1919 lors d'une réaction nucléaire et ce en bombardant de l'azote par des particules α par la réaction :

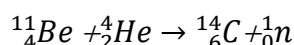


Il fut alors possible de connaître la charge et la masse du proton éjecté lors de cette réaction nucléaire

La masse du proton est égale à 1836 fois la masse de l'électron.

3) Le Neutron : expérience de Chadwick (1932)

En bombardant du Béryllium par des particules α , Chadwick produisit un faisceau de particules électriquement neutres, les neutrons, provenant des noyaux atomiques du beryllium :



Le neutron est une particule neutre et sa masse est à peu près égale à celle du proton et vaut 1839 fois la masse de l'électron, soit : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

Conclusion :

L'atome est constitué de trois particules élémentaires le proton, le neutron et l'électron.

Les protons et les neutrons (particules lourdes) constituent le noyau. Le noyau est extrêmement petit et où toute la masse est concentrée Le reste du volume de l'atome est occupé par les électrons de masse presque nulle. Par rapport au diamètre de l'atome, le noyau semble très petit, et les électrons gravitent à une très grande distance du noyau et entre les deux il n'y a que du vide. On dit alors que « *la matière est constituée essentiellement de vide* ».

Ce modèle simple du noyau atomique, formé de protons et de neutrons, est suffisant pour apporter des réponses satisfaisantes aux questions qui se posent en chimie. Mais la physique nucléaire attribue au noyau une structure beaucoup plus complexe : ces nucléons ne sont pas des particules simples. Les spécialistes dans ce domaine ont identifié de nombreuses particules constitutives du noyau (fermions, leptons, quarks, mésons, baryons, neutrino...) et ils sont toujours en quête de celle qui serait enfin le constituant ultime, élémentaire et fondamental de la matière.

III. Caractéristiques des particules de l'atome

L'atome est le constituant fondamental de la matière. Il est composé d'un noyau autour duquel des électrons sont en mouvement.

Le noyau est constitué de particules appelées **nucléons**. Ils existent deux sortes de nucléons :

Chapitre II : Principaux constituants de la matière

- **Les protons**, portant chacun une charge élémentaire positive (notée $+e$)
- **Les neutrons**, ne portant pas de charge électrique

Le proton et le neutron ont à peu près la même masse ($m_{nucléons} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$)

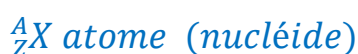
Quant aux électrons, ils portent une charge élémentaire négative (notée $-e$) et ont une masse beaucoup plus faible.

Le tableau suivant résume les caractéristiques des nucléons du noyau (protons et neutrons) et celles de l'électron.

Particule	Charge (C)	Masse (kg)	Masse (u)
Proton (p)	$1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Neutron (n)	0	$1,6748 \cdot 10^{-27}$	1,00866
Electron (e)	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$5,48 \cdot 10^{-4}$

IV. Représentation symbolique d'un atome

Conventionnellement, on représente un atome par un symbole (lettre ou groupe de deux lettres (ex : O, Al,...)) affecté du nombre de masse **A** (en haut à gauche) et du nombre de charge **Z** (en bas à gauche).



- le nombre total de nucléons = nombre de masse **A** = **Z** + **N**. Ce nombre est pratiquement égal à la masse de l'atome car un électron est presque 2000 fois plus léger qu'un nucléon.
 Z = nombre de protons
 N = nombre de neutrons
- le nombre ou le numéro de charge **Z** (numéro atomique) correspond aux nombres de protons. Dans un atome électriquement neutre, il y a autant de protons que d'électrons.
- Donner la composition d'un atome, c'est indiquer de combien de protons, neutrons et électrons il est constitué.

Exemples :

Elément	Carbone : ${}^{12}_6\text{C}$	Oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$	Chlore : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$
A	12	16	35
Z	6	8	17
N	6	8	18

V. Notion d'isotopie - Masse atomique relative

Les isotopes d'un élément sont les atomes possédant le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent. Ce sont donc des atomes ayant les mêmes propriétés chimiques. La séparation des isotopes se fait en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

Dans la nature, la plupart des éléments existent sous forme de mélanges d'isotopes.

Par exemple : $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$.

$^{12}_6\text{C}$ a 6 neutrons, $^{13}_6\text{C}$ a 7 neutrons et $^{14}_6\text{C}$ a 8 neutrons.

Généralement, la masse d'un atome X qui présente n isotope est égale à une moyenne pondérée des masses atomiques isotopiques, celle-ci s'exprime par la relation suivante :

$$M_X = \frac{\sum X_i \times M_i}{100}$$

Avec :

M_X : masse atomique de l'atome X

M_i : masse atomique de l'isotope (i)

X_i : abondance relative de l'isotope (i) (% de l'isotope, tel qu'il apparait dans la nature)

Important et à retenir

- La masse atomique (m) exprimée en u.m.a est égale numériquement et approximativement à A (ex : $M(\text{C}) = 12$ u). Cependant, à l'exception du carbone 12, la masse d'un nucléide n n'est jamais un nombre rigoureusement entier.

Exemple:

$M(\text{O}) = [99,76 \cdot M(^{16}\text{O}) + 0,04 \cdot M(^{17}\text{O}) + 0,2 \cdot M(^{18}\text{O})] / 100 = 15,999$ u ; il s'agit d'une moyenne pondérée des masses des isotopes composant l'élément.

- La masse molaire (d'une mole) d'un nucléide exprimée en **g.mol⁻¹** est exactement égale à la masse atomique (d'un atome réel de ce nucléide) exprimée en **u.m.a.**

Exemple :

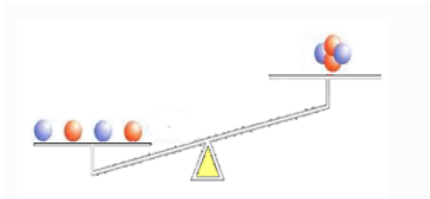
Masse atomique de 1 atome du nucléide $^{16}\text{O} \approx 16$ u

Masse molaire de 1 mole de ^{16}O , c'est-à-dire la masse de $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de $^{16}\text{O} = 16$ g.mol⁻¹

VI. Energie de cohésion ou de liaison du noyau

VI.1. Défaut de masse (Δm)

L'expérience et la théorie ont montré que la masse d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons qui sont combinés pour former ce noyau.



On appelle défaut de masse (Δm) la différence entre la masse d'un noyau et celle de la somme des masses des nucléons (protons et neutrons) qui le composent.

$$\Delta m = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_{\text{noyau}}$$

Avec :

$N = A - Z$ (N : nombre de neutrons, Z : nombre de protons et A : nombre de masse)

m_{noyau} : masse du noyau dans son état fondamental

En réalité le défaut de masse (Δm) dans le noyau est transformé en énergie nucléaire selon l'équivalence masse-énergie d'**Einstein** et conformément à la fameuse loi de **Lavoisier** « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ».

$$\Delta E = \Delta m \times c^2$$

ΔE : Energie de cohésion du noyau

c : célérité de la lumière = $3 \times 10^8 \frac{m}{s}$

- L'unité l'égale de l'énergie est le Joule (**J**). Toutefois, en nucléaire l'unité la mieux adaptée est l'électron-volt (**eV**). Celle-ci correspond à l'énergie d'un électron soumis à une différence de potentiel de 1 volt :

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ (Coulomb)} \times 1 \text{ (Volt)} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ J}$$

On peut trouver aussi que l'énergie correspondant à une masse de **1 u = 931,5 MeV**.

A signaler, que cette valeur est le plus souvent donnée égal à **933 MeV** (dans le cas où on utilise les valeurs arrondis ; tel que $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$). L'intérêt de cette unité est de faire directement la correspondance entre une énergie et une masse.

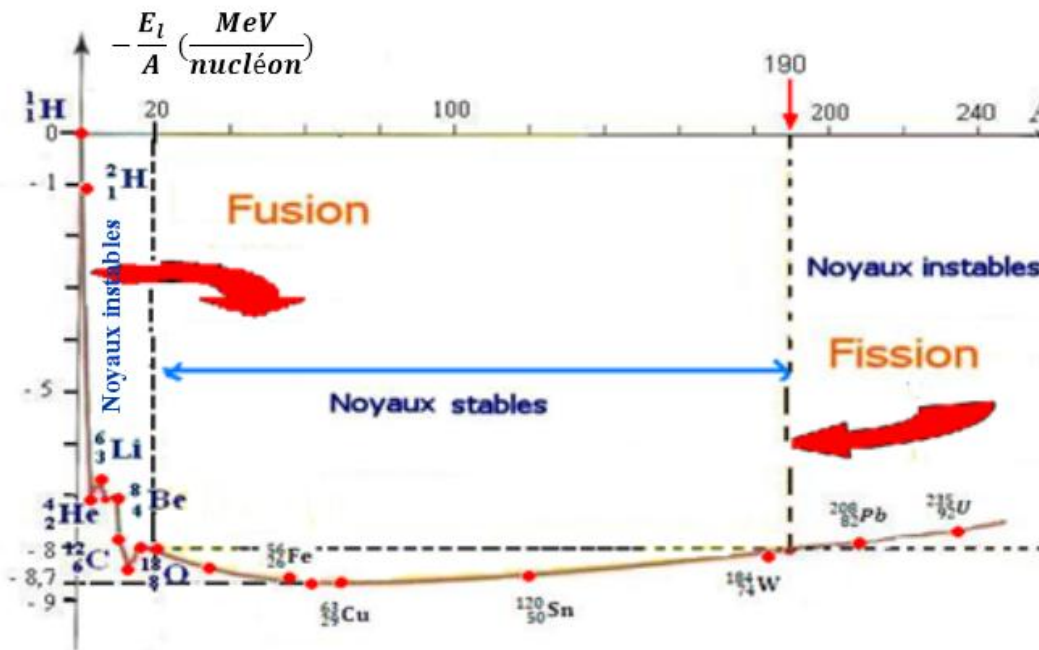
VII. Stabilité des noyaux ou de nucléides

La stabilité d'un noyau A_ZX s'exprime par la valeur de son énergie de liaison (ou de cohésion)

par nucléon $\frac{E_l}{A}$ donnée par la relation :

$$\frac{E_l}{A} = \frac{\Delta m \times c^2}{A}$$

Un noyau sera d'autant plus stable que son énergie de cohésion par nucléon sera grande. Cette énergie est représentée pour différents noyaux naturels par la courbe ci-dessous appelée « **courbe d'Aston** ». Cette courbe est obtenue en portant en ordonnée pour chaque noyau l'opposé de son énergie de liaison par nucléon $-E_l/A$ et en abscisse le nombre de nucléons (A).



Courbe d'Aston

Cette énergie de cohésion par nucléon n'est pas la même pour tous les noyaux. Elle est faible pour les noyaux légers et croit rapidement pour atteindre son maximum (autour de 8.8 MeV) dans la zone des noyaux moyens ($A \approx 60$), puis elle décroît légèrement jusqu'à (7.6 MeV) pour les noyaux lourds.

Cette courbe montre également que les noyaux moyens sont les plus liés et que pour récupérer (libérer) de l'énergie il faut soit transformer deux noyaux légers en un moyen (réaction de fusion), soit transformer un noyau lourd en deux moyens (réaction de fission). Ces réactions nucléaires libèrent des énergies énormes, en moyenne 8 MeV par nucléon, qui sont 10^6 fois

Chapitre II : Principaux constituants de la matière

supérieures à celles produites par les réactions chimiques. Ce résultat est très intéressant, dans la mesure où on peut récupérer, par exemple, par une réaction de fusion (quelques grammes de matière nucléaire) ce qui est produit par des tonnes de matière condensée.

Remarque : la fission et la fusion sont deux réactions nucléaires provoquées et non pas spontanées.